

PROGRAMME

N° 526

DES PRÉPARATIONS

CHIMIQUES ET PHARMACEUTIQUES

Effectuées dans le laboratoire de l'École supérieure de Pharmacie

DE MONTPELLIER

COMME ÉPREUVE PRATIQUE DES 3^e ET 4^e EXAMENS

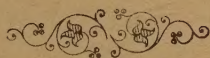
et dont la discussion publique aura lieu dans la séance du mars 1893

PAR

Marius CABANEL

Né à Cette (Hérault)

Pour obtenir le grade de Pharmacien de 1^{re} classe



MONTPELLIER

IMPRIMERIE SERRE ET RICOME, RUE VIEILLE-INTENDANCE, 5

1893

PROGRAMME

DES PRÉPARATIONS

CHIMIQUES ET PHARMACEUTIQUES

ACIDE NITRIQUE

L'acide azotique est connu depuis longtemps ; la première mention en est faite par Geber, au IX^e siècle.

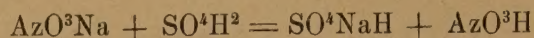
Plus tard, au XIII^e siècle, Albert Legrand en décrit la préparation par la calcination du nitre avec de l'alun calciné et du vitriol blanc ou sulfate de zinc.

Mais ce ne fut que beaucoup plus tard, en 1784, que Cavendish fit connaître la véritable nature de l'acide azotique, dont il établit rigoureusement la composition en 1811.

Préparation. — Se prépare dans les laboratoires par l'action de l'acide sulfurique sur l'azotate de potassium ou de sodium.

On obtient l'acide azotique en distillant ces sels avec assez

d'acide sulfurique pour transformer leur métal en sulfate acide.



Si l'on employait moitié moins d'acide sulfurique, la réaction aurait encore lieu, mais il faudrait chauffer davantage ; une partie de l'acide azotique se décomposerait et formerait de l'hypoazotide qui, en se dissolvant dans l'acide azotique, lui donnerait une couleur jaune-rougeâtre (acide nitrique rouge fumant du commerce).

L'opération se fait dans une cornue de verre dont le col s'engage dans un récipient refroidi par un courant d'eau froide ; il faut éviter l'emploi de bouchons de liège qui seraient rapidement détruits.

Lorsqu'on chauffe le mélange d'azotate et d'acide, la cornue et le récipient se remplissent d'abord de vapeurs rutilantes, parce que les premières portions d'acide azotique sont décomposées par l'acide sulfurique non encore transformé en sulfate acide de sodium. Vers la fin de l'opération, de nouvelles vapeurs apparaissent par suite de l'élévation de température.

La préparation industrielle est encore basée sur la décomposition d'un azotate par SO^4H^2 .

On emploie de préférence l'azotate de sodium que l'on trouve en bancs considérables le long des côtes du Chili, et qui a l'avantage d'être d'un prix inférieur à l'azotate de potasse et de fournir, pour un même poids, une quantité plus grande d'acide.

Purification.— Cet acide contient généralement de petites quantités d'acide chlorhydrique (provenant des chlorures renfermés dans l'azotate employé) et de l'acide sulfurique entraîné par la distillation.

Pour le purifier, on le soumet à la distillation avec de l'azotate de baryum et de l'azotate d'argent, ou simplement avec de l'azotate de plomb.

Si l'acide n'est pas au maximum de concentration, on le soumet à une nouvelle distillation avec SO^4H^2 .

Enfin, si l'acide est coloré, on y fait passer un courant de gaz carbonique sec qui enlève mécaniquement les vapeurs nitreuses qu'il tient en dissolution et qui le colorent.

L'acide azotique normal ainsi obtenu est un liquide incolore odorant, très corrosif, qui colore la peau en jaune en la détruisant ; sa densité est 1,552 à 20°. Il bout à 86° et se congèle à —49°. A la lumière, cet acide se décompose en hypoa-zotide, qui le colore en jaune, oxygène et eau.

Cette eau se combine à l'acide non décomposé et en augmente la stabilité.

A l'exception de l'oxygène, du chlore, du brome et de l'azote, tous les métalloïdes décomposent l'acide azotique en s'emparant d'une partie de son oxygène.

L'acide azotique attaque presque tous les métaux.

Un mélange d'acide chlorhydrique et d'acide azotique a la propriété de dissoudre l'or, le platine, c'est ce qui a fait donner à ce mélange le nom d'eau régale.

Pharmacologie. — On emploie en pharmacie l'acide nitrique alcoolisé que l'on prépare ainsi :

Alcool rectifié à 90°	3
Acide azotique à 1,31	1

On verse peu à peu l'acide sur l'alcool renfermé dans un flacon à l'émeri. On débouche ce flacon de temps en temps pendant quelques jours pour donner issue aux gaz développés. Pour obtenir l'acide à 1,31, on prend 715 gram. d'acide à 1,42 et on ajoute 285 gram. d'eau distillée.

Ce mélange possède une odeur agréable due à la présence de l'éther azoteux.

La limonade nitrique se prépare ainsi :

Acide azotique pur à 1,42 .	2 gram.
Sirop simple.	100 —
Eau.	900 —

Le codex a donné la qualification d'officinal à l'acide ou composé ayant pour formule $(\text{NO}^3\text{H})^2, 3\text{H}^2\text{O}$.

Cet acide doit être à peine coloré, il pèse 1,39 à 15°, il bout à 119° et contient 54,5 o/o d'acide anhydre ou 63,6 o/o d'acide monohydraté.

Caractères. — L'acide azotique dégage des vapeurs rutilantes au contact du cuivre ou du mercure.

Colore en jaune les tissus organiques et décolore l'indigo.

Colore en rose une bouillie formée par le sulfate ferreux et l'acide sulfurique.

Produit, au contact de la brucine, une coloration rouge très intense.

SEL DE SEIGNETTE

Découvert en 1672 par Pierre Seignette ; sa préparation était restée secrète pendant longtemps, et ce n'est qu'en 1731 que Boulduc, avec le concours de Grosse, fit connaître le mode d'obtention avec la crème de tartre et le carbonate de soude.

Encore aujourd'hui on prépare ce sel en saturant le bitartrate de potassium par le carbonate du sodium.

On porte à l'ébullition 950 gr. eau distillée, et l'on ajoute par portions 300 gr. bitartrate de potasse et 225 gr. de carbonate de soude cristallisé ; la solution qui doit être légèrement alcaline, filtrée et évaporée, donne, par le refroidissement, de beaux cristaux de tartrate sodico-potassique.

Les eaux-mères en fournissent encore si on les concentre, mais à la fin elles ne déposent plus que des aiguilles de tartrate sodique ; il faut alors ajouter une certaine quantité de tartrate de potassium, faire dissoudre le tout à l'aide de la chaleur et faire cristalliser.

Les cristaux s'effleurissent superficiellement dans l'air sec et attirent, au contraire, de l'humidité dans l'air saturé de vapeur d'eau.

Ils fondent à 80° en un liquide commençant à bouillir à 120° ; vers 195°, le sel perd alors complètement son eau.

Ce sel est employé en médecine comme purgatif léger et comme diurétique.

Il s'administre aux doses de 20 à 30 gr.

Impuretés. — Nous avons vu que ce sel s'obtenait en faisant agir le carbonate de soude sur le tartrate acide de potasse. Le produit obtenu contiendra donc comme impuretés celles contenues dans ces deux sels.

Le carbonate de soude contient ordinairement du sulfate et du chlorure de sodium

Le tartrate acide de potasse contient du tartrate de chaux.

On pourra caractériser ces diverses impuretés de la manière suivante :

On reconnaîtra les sels de chaux en traitant par l'acide oxalique.

Les chlorures donneront un dégagement de chlore en les traitant par l'acide sulfurique et le bioxyde de manganèse.

Pour les sulfates on calcinera une petite partie du produit, après quoi on traitera par HCl , qui donnera un dégagement de H^2S .

Caractères. — Par le nitrate d'argent, précipité blanc caillé.

Par les sels de potasse, précipité blanc cristallin dans les solutions d'acide tartrique.

Les tartrates charbonnent par la calcination et répandent l'odeur de sucre brûlé.

ARSÉNIATE DE CUIVRE

Théoriquement, il peut exister une foule d'arséniates de cuivre divers, étant donné la tribasicité de l'acide arsénique et la diatomicité du cuivre. Le premier peut en effet donner naissance à de nombreux acides polyarséniques par combinaison de deux ou plusieurs molécules d'acide arsénique ordinaire, avec élimination d'une ou plusieurs molécules d'eau.

D'autre part, la diatomicité du cuivre lui permet soit de se substituer à 2 hydrogènes d'une molécule d'acide arsénique, soit de souder 2 molécules du même acide en ne prenant qu'un hydrogène de chacune d'elles.

On conçoit dès lors combien peuvent être nombreuses les combinaisons dérivant de ces corps.

Nous reviendrons sur les diverses variétés d'arséniates de cuivre en parlant des arséniates naturels.

Pratiquement, on peut obtenir assez facilement 3 arséniates correspondant respectivement aux phosphates tribasiques, bibasiques, monobasiques de calcium, par exemple.

Ces sels s'obtiennent, d'une façon générale, en faisant agir un sel de cuivre soluble sur un arséniate alcalin ou alcalino-terreux soluble.

Les conditions de la réaction ne sont pas sans influence sur la nature exacte du composé obtenu.

Si l'on agit avec des sels solubles et par précipitation, on obtient très généralement un arséniate déterminé d'avance par le choix de l'arséniate soluble que l'on a fait.

Cependant, les concentrations des liqueurs et leur température peuvent influencer la réaction, au point de modifier très sensiblement la couleur du précipité obtenu si le corps lui-même n'est pas modifié dans sa nature.

C'est ainsi que certains auteurs ont obtenu de l'arséniate tribasique $(\text{AsO}^4)^2\text{Cu}^3$, d'une couleur jaune pâle, alors que d'autres, notamment M. Debray, obtiennent également, par précipitation, un arséniate également tribasique et de couleur bleue.

On obtient ce corps en traitant un sel de cuivre par une solution d'arséniate tribasique.

En partant de l'arséniate de soude et du sulfate de cuivre, par exemple, l'équation suivante rend compte de la réaction.



Avec des solutions froides et moyennement concentrées, on obtient un précipité bleu hydraté $(\text{AsO}^4)^2\text{Cu}^3 + 4 \text{H}^2\text{O}$.

Il existe un arséniate de cuivre tribasique ne contenant que 3 molécules d'eau, qu'on obtient par l'évaporation d'une solution d'acide arsénique qu'on a laissé quelque temps en contact avec un excès de carbonate de cuivre. Si l'évaporation est ménagée, on obtient des paillettes d'une belle couleur bleue pâle, correspondant à l'équation $(\text{AsO}^4)^2\text{Cu}^3 + 3 \text{H}^2\text{O}$.

La chaleur n'altère pas sensiblement l'un ou l'autre de ces deux arséniates, elle leur fait seulement perdre leur eau d'hydratation et les transforme en une poudre vert olive. C'est, disons-le en passant, que la présence de l'eau modifie très sensiblement la couleur de ces sels.

Comme nous l'avons dit tout à l'heure, les variétés possibles d'arséniates sont fort nombreuses

La nature nous en fournit quelques exemples.

Ce sont notamment :

L'Olivinite.— Arséniate de cuivre avec un peu d'acide phosphorique. Petits cristaux d'un vif éclat ou masses fibreuses concrétionnées d'un vert olive.

Erinite. — Arséniate de cuivre hydraté. Petites touffes fibreuses, à structure concentrique, dont l'extérieur est rendu rugueux par les sommets de petits cristaux. D'un beau vert d'herbe; presque opaque.

Liroconite.— Arséniate hydraté de cuivre et d'aluminium, avec acide phosphorique et oxyde de fer. Jolis octaèdres aplatis, d'un beau bleu clair ou bleu-verdâtre.

Euchroïte. — Arséniate hydraté de cuivre. Cristaux vert émeraude, éclat vitreux.

L'analogie de constitution des acides phosphorique et arsénique, dont beaucoup de sels de cuivre sont même isomorphes, rend possible l'existence de nombreux minéraux qu'on pourrait appeler des arsenico-phosphates de cuivre. La plupart de ceux que j'ai cités contiennent, en effet, des phosphates de cuivre.

Dans l'industrie, on fabrique couramment des couleurs variant du bleu au vert et dans lesquelles la substance colorée est inclusivement composée d'acide arsénique, de cuivre sous diverses formes de combinaisons.

Le vert de Vienne et le vert métis sont dans ces conditions.

OXYDE DE CUIVRE

Il existe plusieurs combinaisons importantes, ce sont surtout l'oxyde cuivreux Cu^2O et l'oxyde cuivrique CuO , qui l'un et l'autre forment les hydrates.

Nous avons envisagé, dans la préparation qui nous a été imposée, l'oxyde de cuivre CuO ou bioxyde de cuivre.

Cet oxyde se rencontre dans la nature (cuivre noir ou mélaconite), il est alors rarement cristallisé et presque toujours en masses terreuses ou en lamelles à éclat métallique.

On peut l'obtenir en chauffant pendant longtemps du cuivre à l'air, ou en décomposant par la chaleur certains sels de cuivre, facilement dissociables, notamment l'azotate. C'est de ce dernier sel surtout qu'on part pour préparer l'oxyde.

Pour l'obtenir, on traite à chaud, dans une capsule, de la tournure de cuivre par de l'acide azotique concentré; il se produit du nitrate de cuivre, de l'eau et du bioxyde d'azote, suivant la réaction



Ce dernier, en présence de l'oxygène de l'air, se transforme en peroxyde d'azote, d'où grand dégagement de vapeurs rutilantes pendant l'opération.

Lorsque l'acide azotique ne dissout plus de cuivre, on filtre la liqueur sur de l'amiante et on l'évapore à siccité dans une capsule de porcelaine.

Durant cette concentration, l'azotate de cuivre, ayant perdu une partie de son acide azotique, se trouve transformé en un sel basique, vert, insoluble dans l'eau. C'est ce produit calciné dans un creuset, jusqu'à ce qu'il n'y ait plus de dégagement d'hypoazotide, qui donne l'oxyde.

Noir pulvérulent, d'une densité très élevée, cet oxyde de cuivre constitue un réactif employé pour les analyses chimiques.

C'est un oxydant de premier ordre; il sert notamment à doser l'hydrogène et le carbone en transformant le premier en eau, le second en acide carbonique.

C'est au moyen de ce corps qu'a été réalisée la composition de l'eau par synthèse. Il sert également comme comburant des matières organiques dans le dosage de l'azote (méthode Dumas). L'oxyde de cuivre existe à l'état d'hydrate $\text{CuO}, 2\text{H}^2\text{O}$ sous cette forme, sa propriété caractéristique, est sa grande solubilité dans l'ammoniaque, et quelques sels organiques (liqueur de Fehling).

Si l'hydrate n'est pas en solution, il suffit de la seule action de la chaleur (100°) pour le dissocier et le convertir en CuO .

En présence de l'ammoniaque ou d'un autre dissolvant, il n'en est pas de même, la chaleur seule ne le déshydrate pas. Si l'on fait intervenir des corps réducteurs, ceux-ci s'emparent en partie de l'oxygène de CuO et le transforment en Cu^2O , mais la liqueur se décolore avec un précipité d'oxyde cuivreux, si elle n'est pas ammoniacale; sans précipité s'il existe de l'ammoniaque dans le milieu, car les oxydes cuivreux et cuivriques sont, l'un et l'autre, solubles dans l'ammoniaque, le second seul avec une couleur bleue.

La liqueur de Fehling donne un précipité parce que l'oxyde cuivreux est insoluble dans les tartrates alcalins; la liqueur de Battandier, qui n'est autre chose que de la liqueur

de Fehling rendue ammoniacale, se décolore simplement lorsqu'on la soumet aux mêmes agents réducteurs.

L'hydrate cuivrique a reçu, dans ces dernières années, une application importante.

A dose infinitésimale, il agit comme anticryptogamique. En substituant du carbonate de soude ou de potasse à la chaux, on obtient des bouillies analogues. L'eau céleste, remède du même genre, est de l'hydrate de cuivre en solution ammoniacale. Quant à l'oxyde cuivreux, il se produit très facilement par réduction de l'hydrate cuivrique. C'est ce qui a lieu dans la réaction de Fehling, de même que dans la préparation de l'onguent *Ægyptiac*.

Impuretés.—Nous avons obtenu l'oxyde de cuivre à l'aide de l'acide nitrique et du cuivre.

Nous trouverons donc dans le produit comme impuretés celles contenues dans l'acide azotique et dans le cuivre.

Les principales impuretés de ces deux corps étant, pour l'acide azotique, SO^4H^2 et HCl , pour le cuivre, le fer, on obtiendra des sels de fer qui, après calcination, donneront de l'oxyde de fer qui restera mêlé à l'oxyde de cuivre.

Si nous traitons une solution de l'oxyde obtenu par la potasse, on obtiendra un précipité d'hydrate de cuivre et d'hydrate de fer. Mais l'hydrate de cuivre étant insoluble dans un excès de réactif, s'il se dissout quelque chose, c'est que l'oxyde de cuivre sera impur.

Enfin, en traitant une certaine quantité de CuO par H^2O , on s'assurera si tout l'azotate a été transformé en oxyde.

Caractères. — Par KOH , précipité bleu clair insoluble dans excès.

Lame de fer: dépôt de métal sur la lame, qui prend l'aspect cuivre.

Par la teinture de gayac récente, additionnée d' HCy , coloration bleue d'une extrême sensibilité.

Par le ferrocyanure de potassium, précipité rouge grenat.

ETHER ÉTHYLOXALIQUE

S'obtient par l'éthérification de l'alcool par l'acide oxalique bien desséché.

Cette éthérification est assez rapide à chaud pour que cette action directe constitue l'un des meilleurs modes de préparation de l'éther oxalique neutre.

La dessiccation de l'acide oxalique cristallisé, qui renferme 2 molécules d'eau, s'effectue en chauffant cet acide dans une capsule de porcelaine.

A 98°, il fond dans son eau de cristallisation, et si l'on chauffe ensuite jusqu'à 155°, l'eau se volatilise complètement, l'acide fondu et sec se solidifie par refroidissement.

Il est bon de ne pas chauffer au delà du point indiqué, l'acide se volatilisant et se décomposant notablement. L'acide hydraté fournit ainsi 70 o/o environ d'acide sec.

La préparation de l'éther s'effectue dans un appareil distillatoire muni d'un thermomètre afin de régler plus facilement le chauffage ; il est avantageux de déposer le ballon ou la cornue dans un bain de sable.

On introduit dans l'appareil 7 parties d'acide sec et 8 parties d'alcool absolu, on chauffe jusqu'à ce que le thermomètre marque 110° à 112°, on laisse alors refroidir, on verse sur le résidu le liquide qui a distillé, et on distille de nouveau. A 120°, on change le récipient et on pousse plus vivement l'opération.

Entre 140 et 144°, on observe un bouillonnement considérable, il se dégage du gaz CO^2 et il passe une certaine quantité d'éther formique, tous deux proviennent de l'acide éthyloxalique qui s'est formé dans le mélange en réaction, et que la chaleur décompose.

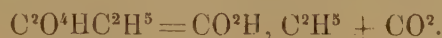
La température s'élevant sans cesse à 155°, la production de l'éther formique s'arrête, et le thermomètre monte rapidement au voisinage de 186°; il passe alors de l'éther oxalique, on le recueille dans un nouveau récipient. On rectifie le produit en recueillant à part ce qui distille au point d'ébullition de l'éther oxalique pur.

Les diverses réactions qui se passent dans cette préparation sont les suivantes :

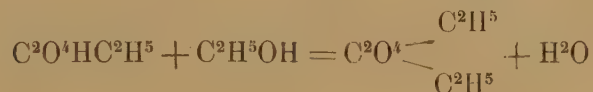
1° Production d'oxalate acide d'éthyle.



2° Décomposition d'une partie de $\text{C}^2\text{O}^4\text{H}, \text{C}^2\text{H}^5$.



3° Transformation de l'oxalate acide en oxalate neutre.



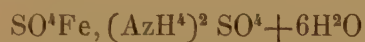
Si l'on voulait obtenir l'éther acide, il faudrait chauffer à la température de 150°. On recueillerait alors le liquide distillé qu'on saturerait par le carbonate de baryte.

Il suffirait ensuite de traiter l'éthyloxalate de baryte par SO^4H^2 pour obtenir l'acide éthyloxalique. L'oxalate neutre d'éthyle est un liquide incolore, oléagineux, d'une odeur agréable. Densité, 1,102 à 0°. Bout à 186°. Presque insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, l'éther, décomposable par l'humidité.

SULFATE DE FER AMMONIACAL

Le sulfate de fer ammoniacal se prépare en faisant réagir du sulfate d'ammoniaque sur une solution de sulfate de fer.

Il se forme un sulfate double de fer et d'ammoniaque qui a pour formule :



Ce sel cristallise en prismes volumineux d'un vert pâle, renfermant $6\text{H}^2\text{O}$.

Il est moins altérable à l'air que le sulfate ferreux ; aussi est-il fréquemment utilisé dans les laboratoires.

Ce sel s'obtient à l'état pur par cristallisations successives.

COLLODION

L'introduction du collodion dans la thérapeutique remonte à 1847. Elle est due à John Parker Maynard, étudiant de l'Université de Boston. Ce médicament est une dissolution concentrée de pyroxyline (fulmicoton) dans un mélange en proportions convenables d'alcool et d'éther

Avant de nous occuper spécialement du collodion, nous devons dire ici un mot de la pyroxyline. Cette substance, découverte par Schœnbein, est une matière très explosive. On l'obtient en faisant agir l'acide azotique très concentré sur la cellulose qui constitue les fibres du coton.

La constitution de cette matière azotée correspond à un mélange de cellulose dinitrée et de cellulose trinitrée.

Elle a l'apparence du coton, elle est cependant moins flexible et plus rude au toucher. Elle est un peu jaunâtre. Elle est très redoutable à cause de son inflammabilité, détone et brûle sans résidu solide.

L'eau, l'alcool absolu et l'éther sulfurique pur ne dissolvent pas la pyroxyline ; mais le mélange de ces liquides, en proportions convenables, jouit d'un pouvoir dissolvant très notable.

La solution obtenue est le collodion.

Cette matière a des propriétés adhésives remarquables. Et c'est à cause de ces propriétés qu'on l'emploie dans le traitement de diverses affections chirurgicales. On s'en sert

quelquefois aussi pour faire avorter diverses inflammations.

On l'a même appliquée dans des cas de péritonite et de pleurésie.

L'on doit d'abord préparer la pyroxyline, base du médicament, de façon à ce que le collodion médicinal obtenu réponde aux conditions voulues de continuité dans l'enduit qu'il laisse sur les tissus, de solidité suffisante de la couche de pyroxyline et d'homogénéité de la solution éthéro-alcoolique.

Deux procédés sont en usage :

1° Nitrate de potasse pulv.	1.000 gram.
Acide sulfurique	2.000 —
Coton sec cardé	100 —
2° Acide sulfurique à 1,84	1.000 gram.
Acide nitrique à 1,40	500 —
Coton à + 100°	55 —

Le codex adopte ce second procédé.

Soubeiran a fait observer que l'action de l'acide azotique sur le coton ne doit pas être prolongée au delà d'une certaine limite.

La transformation de la cellulose normale en cellulose dinitrée ou trinitrée ne doit pas être atteinte, car la base du collodion doit contenir des parties qui se gonflent dans le mélange tout en ne s'y dissolvant pas.

Le collodum préparé avec une telle pyroxyline laisse une couche plus résistante.

Pour préparer le collodion, le codex ordonne de faire dissoudre le fulmicoton, préparé comme nous venons de

l'indiquer, dans le mélange d'éther et d'alcool, d'après la formule suivante:

Fulmicoton	5 gram.
Ether officinal	75 —
Alcool à 95°	20 —

Le collodion élastique s'obtient en ajoutant 7 gram. d'huile de ricin pour les quantités que nous venons d'indiquer.

ALCOOLAT DE GENIÈVRE

On appelle alcoolats les préparations obtenues par la distillation de l'alcool sur une seule substance médicamenteuse (alcoolats simples) ou sur plusieurs (alcoolats composés).

Les alcoolats se préparent en faisant macérer les plantes dans l'alcool, puis distillant.

Ils contiennent tous des principes solubles dans l'alcool. Ce sont les essences qui dominent.

Si elles s'y trouvent en grande quantité, l'eau les précipite comme il arrive lorsqu'on verse de l'eau dans la liqueur d'absinthe.

L'alcoolat de genièvre se prépare en traitant les baies de genièvre, que l'on a réduites en poudre, par de l'alcool à 86°. On laisse en contact pendant 48 heures, puis on distille et on recueille le produit de la distillation.

Les alcoolats, en général, ne s'altèrent pas avec le temps, comme les eaux distillées : ils deviennent, au contraire, plus suaves.

L'alcoolat de genièvre est un stimulant.

On le prescrit, le plus souvent, à l'intérieur, quelquefois à l'extérieur.

FIN

Vu et permis d'imprimer :
Montpellier, le 16 mars 1893.
le Directeur de l'Ecole,
J.-E. DIACON.

LISTE DES PRÉPARATIONS

Acide nitrique.

Sel de Seignette.

Arséniate de cuivre.

Oxyde de cuivre.

Ether éthyloxyalique.

Sulfate de fer ammoniacal.

Collodion.

Alcoolat de genièvre.
